

3 Konzentrationen in Chemie und Pharmazie

Das Rechnen mit Konzentrationen bereitet immer wieder Schwierigkeiten, weil es nicht nur eine Konzentration für alle Zwecke gibt. In diesem Kapitel werden alle gängigen Konzentrationen für die Chemie und Pharmazie vorgestellt. Die Umrechnungen der Konzentrationen ineinander finden sich in Kapitel 4, weil dort die bei einigen Rechnungen notwendige Dichte besprochen wird.

3.1 Absolute Konzentrationen

► Massenkonzentration c_m

Die Massenkonzentration gibt die Masse eines gelösten Stoffes pro Volumeneinheit (Gesamt-)Lösung an. Die Volumeneinheit ist in der Praxis meist 1 Liter, die SI-Einheit wäre 1 m^3 (vgl. Einheitentabelle). In der Praxis wird in der Regel die Einheit $1 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$ verwendet.

$$c_m = \frac{m}{v} \quad \text{Einheit: } 1 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$$

■ ANREGUNG

Merke: 1 Liter Lösung umfasst immer Lösungsmittel *und* gelöste(n) Stoff(e)!

► Stoff- oder Objektmengenkonzentration (molare Konzentration, Molarität) c

Die Stoffmengenkonzentration gibt die Stoffmenge eines gelösten Stoffes pro Volumeneinheit (Gesamt-)Lösung an. Auch hier ist in der Regel der Liter die Volumeneinheit.

$$c = \frac{n}{v} \quad \text{Einheit: } 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

■ ANREGUNG

Merke: 1 Liter Lösung umfasst immer Lösungsmittel *und* gelöste(n) Stoff(e)!

Man nennt eine Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ auch 1 molare Salzsäure (abgekürzt 1 M Salzsäure).

► Äquivalentstoffmengenkonzentration (Normalität) c_{eq}

Die Äquivalentstoffmengenkonzentration wird heute kaum noch verwendet. Im Kapitel 6 (Stöchiometrie) werden wir mit ihr nicht rechnen. Wir kommen ohne sie aus.

In der älteren Literatur kommt die Normalität jedoch vor, sodass hier die Umrechnung in die Stoffmengenkonzentration angegeben wird. Auch verwenden das USP und die Ph. Helv. VII noch diese Größe.

Auf die molare Konzentration wird wie folgt umgerechnet:

$$c = \frac{c_{\text{eq}}}{w}$$

c = molare Konzentration
 c_{eq} = normale Konzentration (beide haben die Einheit $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)
 w = wirksame Wertigkeit der gelösten Substanz

Die wirksame Wertigkeit ist bei Säure-Base-Reaktionen die Anzahl der ausgetauschten Wasserstoff-Ionen, bei Redoxreaktionen die Anzahl der ausgetauschten Elektronen.

Eine Lösung mit der Äquivalentstoffmengenkonzentration $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ nennt man auch eine 1 normale (1 N) Lösung.

In Übungsaufgabe 3.5 sind einige Äquivalentstoffmengenkonzentrationen zu berechnen und deren Zustandekommen zu begründen.

► Molalität b

Die Molalität gibt das Verhältnis der Stoffmenge an gelöstem Stoff zu 1 kg Lösungsmittel an.

$$b = \frac{n}{m(\text{LM})} \quad \text{Einheit: } 1 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

■ ANREGUNG

Merke: Im Unterschied zur Massen- und Stoffmengenkonzentration steht hier die Masse des Lösungsmittels *allein* im Nenner.

Beispiel 3.1: 1 mol eines Stoffes A wiegt 20 g. Wenn A in einer Lösung mit der Molalität $1 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$ vorliegt, dann enthalten 1020 g dieser Lösung 1 mol A und 1 kg Lösungsmittel, oder bezogen auf 1 kg: 1 kg Gesamtlösung enthalten etwa 19,6 g A ($\hat{=}$ 0,98 mol) und 980,4 g Lösungsmittel.

Die Molalität wird in der Praxis sehr selten verwendet. Sie ist aber im Vergleich zu den anderen Konzentrationen temperaturunabhängig.

3.2 Relative Konzentrationen

Nahezu alle Aufgaben, die relative Konzentrationen enthalten, können durch einfache Verhältnisgleichungen («Dreisatz») gelöst werden. Das sollte man bei jeder der nun folgenden Größen an den angegebenen und an eigenen Beispielen nachvollziehen.

- Allgemeine Verhältnisangaben

Prozent:	Verhältnis 1 : 10^2
Promille:	Verhältnis 1 : 10^3
ppm:	Verhältnis 1 : 10^6
ppb:	Verhältnis 1 : 10^9
ppt:	Verhältnis 1 : 10^{12}

- Massenprozent % (*m/m*), m-%

Massenprozente geben an, wie viel Gramm des Stoffes X in 100 g Lösung/Gemisch enthalten sind.

Beispiel 3.2: Welchen Massenprozentgehalt haben 300 g einer Natriumchlorid-Lösung, die 51 g Natriumchlorid enthalten?

Berechnung $51 \text{ g NaCl} \triangleq 300 \text{ g (Gesamt)Lösung}$ $x = 17 \text{ g NaCl}$
 $x \triangleq 100 \text{ g (Gesamt)Lösung}$

d. h. Die Lösung enthält 17 g Natriumchlorid in 100 g (Gesamt-)Lösung oder, anders ausgedrückt, der Massenprozentgehalt der Natriumchlorid-Lösung beträgt 17 % (*m/m*).

Wenn man die Masse der Lösung/des Gemisches nicht auf 100 sondern auf 1 bezieht, dann spricht man vom Massenanteil oder Massenbruch (Formelzeichen *w*). Die Anteile werden dann durch einen zwischen 0 und 1 liegenden Dezimalbruch angegeben (für das Beispiel: $w = 0,17$).

- Volumenprozent % (*v/v*), vol-%

Volumenprozente geben an, wie viel Kubikzentimeter/Milliliter des Stoffes X in 100 cm³ bzw. 100 ml Lösung/Gemisch enthalten sind.

Beispiel 3.3: Wie viel Milliliter Ethanol enthalten 750 ml eines Weins mit einem Alkoholgehalt von 11 % (*v/v*)?

[11 % (*v/v*) heißt: 11 ml bzw. 11 cm³ Ethanol in 100 ml/100 cm³ Lösung]

Berechnung $11 \text{ ml Ethanol} \triangleq 100 \text{ ml (Gesamt)Lösung}$ $x = 82,5 \text{ ml Ethanol}$
 $x \triangleq 750 \text{ ml (Gesamt)Lösung}$

d. h. In 750 ml 11%igen (*v/v*) Weins sind 82,5 ml reiner Ethanol enthalten.

Wenn man das Volumen der Lösung/des Gemisches nicht auf 100 sondern auf 1 bezieht, dann spricht man vom Volumenanteil (Formelzeichen φ). Die Anteile werden dann durch einen zwischen 0 und 1 liegenden Dezimalbruch angegeben (für das Beispiel: $\varphi = 0,11$).

► Stoffmengenprozent, mol-%

Die Gesamtstoffmenge einer Lösung/eines Gemisches wird auf 100 bezogen. Stoffmengen- oder Molprozent geben an, wie viel Mol des Stoffes X in 100 mol Gesamtstoffmenge enthalten sind.

Wenn man die Gesamtstoffmenge der Lösung/des Gemisches nicht 100 sondern 1 setzt, dann spricht man vom Stoffmengenanteil oder Molenbruch (Formelzeichen κ). Die Anteile werden dann durch einen zwischen 0 und 1 liegenden Dezimalbruch angegeben.

► Massen-Volumen-Prozent («gemischte Prozente») % (m/v)

Durch «gemischte Prozente» wird angegeben, wie viel Gramm des Stoffes X in 100 cm³ bzw. 100 ml Lösung enthalten sind.

Beispiel 3.4: Isotonische Kochsalz-Lösung ist 0,9%ig (m/v). Wie viel Gramm Natriumchlorid enthalten 500 ml isotonische Kochsalz-Lösung?

[0,9 % (m/v) NaCl heißt: 0,9 g NaCl in 100 ml/100 cm³ Lösung]

Berechnung $0,9 \text{ g NaCl} \triangleq 100 \text{ ml Lösung}$ $x = 4,5 \text{ g NaCl}$
 $x \triangleq 500 \text{ ml Lösung}$

d. h. 500 ml isotonische Kochsalz-Lösung enthalten 4,5 g Natriumchlorid.

Hinweis: Streng genommen handelt es sich bei den «gemischten Prozenten» *nicht* um eine Verhältnisgröße, denn diese Größe hat eine Einheit, und zwar «Gramm je 100 Milliliter». Sie und auch die beiden folgenden Größen werden jedoch aus formalen Gründen hier eingeordnet.

Die Massen-Volumen-Prozente sollten besser durch die Massenkonzentration (→Kap. 2.2) ersetzt werden. Die Ph. Eur. verwendet die «gemischten Prozente» nicht mehr.

Es gilt: 1 % (m/v) = 10 g · l⁻¹

Die isotonische Kochsalz-Lösung aus Beispiel 3.4 hat demnach eine Massenkonzentration von 9 g · l⁻¹ (vgl. z. B. die Monografie »Natrii chloridi solutio infundibilis 9 g/l« der Ph. Helv. 8 und »Injectio Natrii chlorati isotonica« des 2AB DDR).

Mitunter wird in der Literatur nicht exakt zwischen % (m/v) und % (m/m) unterschieden. So findet man für isotonische Kochsalz-Lösung sowohl die Angabe 0,9% (m/v) als auch die Angabe 0,9% (m/m), sogar manchmal nur 0,9% (das wären dann auch Massenprozent). Der Fehler, den man hier begeht, ist gering, denn verdünnte wässrige Lösungen haben annähernd die Dichte 1 g · ml⁻¹. Dem Lernen-

den sollte aber schon bewusst sein, dass es sich hier um zwei unterschiedliche Konzentrationsangaben handelt!

Es wäre vorteilhaft, wässrige Arzneilösungen auf Volumen zu beziehen, denn letztendlich werden hier Volumina abgemessen [vgl. Herstellung von Augentropfen unter sterilen Bedingungen: Die angefertigte Lösung wird mithilfe eines Spritzenzylinders (Volumenabmessung!) durch ein Sterilfilter in die Abgabeflasche befördert]. Ölige Arzneilösungen werden besser auf Masse bezogen, weil sich hier Volumina schlecht dosieren lassen (vgl. z. B. ölige Clotrimazol-Augentropfen 1 % NRF 15.22).

► **Volumen-Massen-Prozent % (*v/m*)**

Die Volumen-Massen-Prozente geben an, wie viel Milliliter des Stoffes X in 100 g Gesamtmasse eines Substanzgemisches enthalten sind.

Diese Konzentration dient der Angabe des ätherischen Ölgehalts in Drogen.

Beispiel 3.5: Die Angabe »Die Droge X hat einen Gehalt an ätherischen Ölen von 1,5 % (*v/m*)« bedeutet: In der Droge X sind 1,5 ml ätherische Öle je 100 g enthalten.

Hinweis: Streng genommen handelt es sich auch hier *nicht* um eine Verhältnisgröße, denn diese Größe hat eine Einheit, und zwar »Milliliter je 100 Gramm«.

Einige Beispiele für Gehalte an ätherischen Ölen in Drogen aus verschiedenen Arzneibüchern sind in Tabelle 3.1 aufgelistet.

Die angegebenen Werte sind Mindestwerte und beziehen sich auf die getrocknete Droge (bzw. getrocknete Teile der Droge)

□ **Tab. 3.1** Beispiele für Gehaltsangaben für ätherische Öle in Drogen

Arzneibuch	Baldrianwurzel (Ph. Eur. Valerianae radix)		Wacholderbeeren (Ph. Eur. Juniperi pseudo-fructus)		Kamillenblüten (Ph. Eur. Matricariae flos)	
	Zahlenwert	Einheit	Zahlenwert	Einheit	Zahlenwert	Einheit
Ph. Eur.	5 (ganze Droge)	ml · kg ⁻¹	10	ml · kg ⁻¹	4	ml · kg ⁻¹
	3 (Schnitt-Droge)	ml · kg ⁻¹				
DAB 1996	0,5	% (<i>v/m</i>)	1,0	% (<i>v/m</i>)	0,4	% (<i>v/m</i>)
USP 29	0,5	%	keine Monographie vorhanden		0,4	%
ZAB DDR	kein Gehalt angegeben		1,2–2,0	ml/100 g	kein Gehalt angegeben	
Ph. Helv. VII	0,5	% (<i>v/m</i>)	1,0	% (<i>v/m</i>)	0,4	% (<i>v/m</i>)

Mittlerweile sind die Monographien von Drogen mit ätherischen Ölen des DAB und der Ph. Helv. vollständig in die Ph. Eur. übernommen worden und, was die Gehaltsangabe angeht, dem Ph. Eur.-Stil angepasst worden.

Die Volumen-Massen-Prozente werden zunehmend durch die Größe $1 \text{ ml} \cdot \text{kg}^{-1}$ ersetzt:

$$1 \% (v/m) = 10 \text{ ml} \cdot \text{kg}^{-1}$$

► Milligramm-Prozent mg- %

Die Milligramm-Prozente sind ein Spezialfall der »gemischten Prozente« und werden vorwiegend im medizinisch-technischen Bereich für die Angabe von Blut-, Harn- und Liquorwerten verwendet.

Sie geben an, wie viel Milligramm des Stoffes X in 100 ml Gesamtvolumen einer Lösung/eines Substanzgemisches enthalten sind.

Beispiel 3.6: Im menschlichen Harn sollen nicht mehr als 30 mg Glucose je 100 ml Flüssigkeit enthalten sein, d. h. der Zuckergehalt im Harn darf 30 mg- % nicht überschreiten.

Bezug zu den »gemischten Prozente«: $30 \text{ mg- \%} = 0,03 \% (m/v)$

Hier handelt es sich auch *nicht* um eine echte Verhältnisgröße. Für die Bestimmung des Zuckergehaltes im Blut und im Harn soll heute die Einheit »Millimol pro Liter« bezogen auf Glucose (vgl. Stoffmengenkonzentration) statt mg- % oder $\text{mg} \cdot \text{dl}^{-1}$ verwendet werden. Die neuen Messgeräte sind im Allgemeinen darauf eingestellt.

$$\begin{aligned} \text{Umrechnung für Glucose: } 1 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1} &= 18,02 \text{ mg} \cdot \text{dl}^{-1} = 18,02 \text{ mg- \%} \\ &[\text{M}(\text{Glucose}) = 180,18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}] \end{aligned}$$

► Teile pro Million Teile, ppm (parts per million, partes per millionem)

$$\text{Verhältnis} \quad 1 : 1.000.000 = 1 : 10^6$$

Die Ph. Eur. verwendet ppm als Verhältnis *m/m*.

ppm bedeutet in der Praxis:

$$1 \text{ ppm} = 0,0001 \%$$

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg} \cdot \text{kg}^{-1} (= 1 \text{ mg} \cdot 10^{-6} \text{ mg}^{-1})$$

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ ml} \cdot \text{m}^{-3} (= 1 \text{ ml} \cdot 10^{-6} \text{ ml}^{-1})$$

und auch in Beziehungen, die eigentlich keine Verhältnisgrößen sind

$$1 \text{ ppm} = 0,001 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1} = 1 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$$

► Teile pro Milliarde Teile, ppb (parts per billion)

$$\text{Verhältnis} \quad 1 : 1.000.000.000 = 1 : 10^9$$

ppb bedeutet in der Praxis:

$$1 \text{ ppb} = 0,000.000.1 \%$$

$$1 \text{ ppb} = 1 \mu\text{g} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$1 \text{ ppb} = 1 \mu\text{l} \cdot \text{m}^{-3}$$

► Teile pro Billion Teile, ppt (parts per trillion)

$$\text{Verhältnis} \quad 1 : 1.000.000.000.000 = 1 : 10^{12}$$

ppt bedeutet in der Praxis

$$1 \text{ ppt} = 0,000.000.000.1 \%$$

$$1 \text{ ppt} = 1 \text{ ng} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$1 \text{ ppt} = 1 \text{ nl} \cdot \text{m}^{-3}$$

3.3 Zusammenfassung der wichtigsten Konzentrationsmaße

In der Tabelle 3.2 sind die wichtigsten Konzentrationsmaße zusammengefasst.

□ Tab. 3.2 Die wichtigsten Konzentrationsmaße

Konzentrationsmaß	Formelzeichen	Einheiten *)
absolute Größen		
Massenkonzentration	c_m	$1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1} = 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
Stoffmengenkonzentration (Molarität)	c	$1 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
Molalität	b	$1 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$
relative Größen		
Massenprozent	$c[\% (m/m)]$	Gramm je 100 g
Volumenprozent	$c[\% (v/v)]$	Milliliter je 100 ml, Kubikzentimeter je 100 cm^3
Teile pro Million Teile, ppm	$c(\text{ppm})$	Gramm je 10^6 g, Milliliter je 10^6 ml, auch $1 \text{ ppm} = 0,001 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$

*) Die Einheit der relativen Größen beträgt 1. In der Tabelle wurde das entsprechende Einheitenverhältnis angegeben.

Veraltende Konzentrationsmaße wie in Tabelle 3.3 aufgeführt sollten vermieden werden.

□ Tab. 3.3 Veraltende Konzentrationsmaße (sollten vermieden werden)

Konzentrationsmaß	Formelzeichen	Umrechnungen
Massen-Volumen-Prozent	$c[\% (m/v)]$	$1\% (m/v) = 10\text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$
Volumen-Massen-Prozent	$c[\% (v/m)]$	$1\% (v/m) = 10\text{ ml} \cdot \text{kg}^{-1}$
Milligramm-Prozent	$c(\text{mg}\text{-}\%)$	$1000\text{ mg}\text{-}\% = 1\% (m/v) = 10\text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$

3.4 Konzentrationen im chemischen Gleichgewicht

Gegenstand des Kapitels 7 sind die chemischen Gleichgewichte. Die dort auftretenden Konzentrationen werden alle in der Einheit $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ angegeben; es gelten die folgenden Konventionen:

- ▶ $c(X)$ irgendeine beliebige (Stoffmengen-)Konzentration des Stoffes X
- ▶ $c_0(X)$ Anfangskonzentration des Stoffes X, bevor sich das chemische Gleichgewicht einzustellen beginnt
- ▶ $[X]$ (Stoffmengen-)Konzentration des Stoffes X im chemischen Gleichgewicht. Gleichgewichtskonzentrationen werden in eckigen Klammern angegeben.

3.5 Übungsaufgaben

- 3.1 Welche Massenkonzentration haben 25 g eines Stoffes in 450 ml Lösung?
- 3.2 Geben Sie an, in wie viel Litern Lösung 528 g eines Stoffes enthalten sind, wenn diese Lösung eine Massenkonzentration von $3 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$ hat?
- 3.3 Wie viel molar ist eine Lösung von 40 g Natriumchlorid in 300 ml Lösung?
- 3.4 Für eine chemische Reaktion werden 3 mol Eisen gebraucht. Sie verfügen über ein Eisenpulver, das zu 80 % (m/m) Eisen enthält.
Wie viel Gramm dieses Pulvers müssen Sie einsetzen?
- 3.5 Geben Sie die Äquivalentstoffmengenkonzentration von 1 molarer Schwefelsäure, von 3,5 molarer Kalilauge und von 0,02 molarer Kaliumpermanganat-Lösung an.
Begründen Sie Ihre Entscheidung.
- 3.6 Sie geben 2,3 mol eines Stoffes in 720 g Wasser.
Welche Molalität hat die entstehende Lösung?
- 3.7 215 g Natriumchlorid-Lösung und 120 g Wasser ergeben eine 8,5%ige (m/m) Natriumchlorid-Lösung.
Welchen Massenprozentgehalt hatte die Ausgangslösung?
- 3.8 Einem Autofahrer werden bei einer Alkoholkontrolle 2 ml Blut abgenommen. Darin findet man 3 mm^3 Alkohol.
Wie viel Promille (v/v) enthält diese Blutprobe?
Ist der Kraftfahrer noch berechtigt, ein Fahrzeug zu führen (Grenzwert 0,5 ‰)?
- 3.9 Wie viel Liter 5%ige (m/v) Glucose-Lösung können aus 160 g Glucose hergestellt werden?
- 3.10 Es sind 2 kg 30%ige (m/m) Isopropanol-Lösung aus 70%iger (m/m) Isopropanol-Lösung und Wasser herzustellen.
Wie viel Gramm beider Ausgangsstoffe werden benötigt?

